Cela signifie que le volume de la solution (S') est : V' = pV , et si on désigne par C' la concentration de (S') , alors on a la relation de conservation de matière , suite à une dilution :

n (S) = n (S') ; soit : C.V = C'V' , on a alors : C.V = C'.pV ,

d'où : $p = \frac{C}{C'} = \frac{10^{-1}}{10^{-2}} = 10$: puis : $V' = 10V \Rightarrow V = \frac{V'}{10} = 0,1\ L$.

b) Calculons la valeur du pH' de la solution (S') .

On utilise la relation : $pH' = \frac{1}{2}\ (pK_a - \log C')$;

Soit : $pH' = pH = \frac{1}{2}\ (4,8 - \log 10^{-2}) = 3,4$.

Puis : $\tau'_f = \frac{10^{-pH'}}{C'} = \frac{10^{-3,4}}{10^{-2}} = 3,98.10^{-2}$.

c) Si on compare τ_f et τ'_f , on constate que : $\tau'_f > \tau_f$; on peut conclure alors que la dilution déplace l'équilibre de la réaction de l'acide avec l'eau dans le sens direct (sens de l'ionisation de l'acide) .

Activité (3)

Une solution aqueuse (S_0) d'un monoacide HA , de concentration inconnue , a un pH noté pH_0 , tel que $pH_0 = 3$.
On veut déterminer si cet acide est fort ou faible .
Pour cela , on ajoute de l'eau pure à 20 ml de la solution (S_0) pour obtenir 200 ml d'une solution notée (S_1) .
La mesure du pH de la solution (S_1) est pH_1 .

1°) En supposant que l'acide HA est un acide fort , calculer les concentrations en ions H_3O^+ avant et après dilution .
Calculer la valeur théorique du pH après la dilution .

2°) *En réalité , la mesure du pH de la solution* (S_1) donne $pH_1 = 3,5$. Calculer la concentration réelle des ions H_3O^+ de la solution (S_1) . En déduire que l'acide HA est un acide faible .

3°) Ecrire l'équation de la réaction de l'acide HA sur l'eau .
Appliquer la loi d'action de masse pour expliquer l'ionisation de l'acide suite à sa dilution .

Solution (3)

1°) Avant la dilution : le pH de la solution (S_0) est : $pH_0 = 3$. Or : $[H_3O^+]_0 = 10^{-pH_0}$, soit : $[H_3O^+]_0 = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$.

Après dilution : Considérons $V_0 = 20\ cm^3$ de cette solution (S_0) :